

CONVOCATORIA ORDINARIA
CRITERIOS DE AVALIACIÓN
QUÍMICA
(Cód. 24)

CRITERIOS XERAIS DE CORRECCIÓN DO EXAME DE QUÍMICA

- a. As respostas deben axustarse ao enunciado da pregunta.
- b. Unha cuestión teórica deberá razoarse. Non facelo anula a cuestión.
- c. Nas respostas ás cuestións, valorarase a utilización adecuada da linguaxe química, a claridade e orde lóxica na exposición dos conceptos, procesos, pasos a seguir e hipóteses.
- d. Un erro grave de concepto anula o apartado correspondente, pola contra, unha solución errada pero cun razoamento correcto valorarase.
- e. As cuestións que esixen a solución dunha anterior cualifícanse independentemente do resultado da devandita cuestión. Non obstante, a segunda cuestión anularase cando a solución da primeira estea baseada nun erro grave de concepto ou na invención de resultados.
- f. A formulación incorrecta ou a igualación incorrecta dunha ecuación química nun apartado levará a que o referido apartado puntúe, como máximo, o 25% da nota do mesmo.
- g. Os erros nas unidades, ou ben o non poñelas, descontan un 25% da nota do apartado.
- h. Un erro no cálculo considérase leve e desconta un 10% da nota do apartado. Pero o apartado anularase, se o resultado carece de lóxica e o alumnado non fai unha discusión acerca da falsidade de dito resultado ou se o corrector non é capaz de ver de onde saíu dito resultado.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ou $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$
 $E^\circ(\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,12 \text{ V}$

PREGUNTA 1.

1.1. Dados os elementos con números atómicos $Z=12$ e $Z=16$, indique razoadamente cal deles terá un maior primeiro potencial de ionización.

1.2. Explique razoadamente se é posible que exista un electrón definido polos números cuánticos (3, 1, 0, 1/2) no elemento de número atómico $Z=26$.

1.1. O primeiro potencial de ionización (PI) é a enerxía que fai falla subministrar a un átomo illado (en fase gas) para arrancarlle un electrón, e convertelo nun ión positivo ou catión. Os elementos con números atómicos $Z=12$ e $Z=16$ son o Mg e o S respectivamente, que se atopan no período 3. Nun período o PI aumenta ó desprazarnos cara a dereita: isto é debido a que aumenta a carga nuclear efectiva, diminúe o tamaño atómico e aumenta a carga positiva do núcleo, de modo que os electróns están atraídos con maior forza e costa mais arrancalos. Deste xeito, o potencial de ionización alcanza un valor máximo no grupo 18, o dos gases nobres. Por conseguinte, o S terá un primeiro potencial de ionización maior que o Mg.

1.2. O elemento con número atómico $Z=26$ é o Fe, que se atopa no período 4.

Para cada conxunto de números cuánticos (n , l , m_l , m_s) sabemos que os tres primeiros números cuánticos definen as propiedades do orbital atómico:

Os valores posibles para n son números enteiros: 1, 2, 3...

Os valores posibles para l son: 0, 1, 2..., $n - 1$.

Os valores posibles para m_l son: $(-l) \dots 0 \dots (+l)$.

Polo tanto: para $n=3 \Rightarrow l$ pode valer 0,1,2, de modo que 1 é un valor posible, corresponderíase cun un orbital p.

Se $l=1$, o valor de m_l podería ser -1, 0, 1, polo que pode valer 0.

En canto ó spin m_s , sabemos que pode tomar os valores -1/2 ou +1/2, polo que 1/2 sería un dos valores posibles.

Ese conxunto de números cuánticos definirían perfectamente un electrón do Fe que se atopa nun orbital p do nivel 3.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

PREGUNTA 2.

2.1. En base ó modelo de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV), prediga razoadamente para a molécula de AlCl_3 a súa xeometría electrónica suxerindo o valor aproximado do ángulo de enlace, e indique o tipo de hibridación que empregaría o átomo de aluminio na molécula para formar os enlaces correspondentes.

2.2. Explique que tipo de enlace químico debe romperse ou que forza de atracción debe vencerse para:

fundir cloruro de potasio

fundir diamante

ferver auga

2.1. A configuración electrónica do aluminio Al: [He]3s²3p¹.

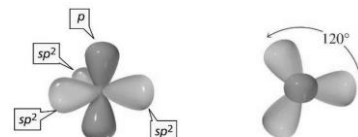
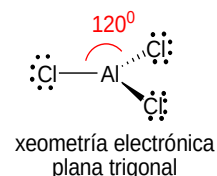
A estrutura de Lewis para a molécula de AlCl₃ é a seguinte:



A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión mínima.

No caso do AlCl₃, segundo a TRPECV, a molécula ten 3 grupos de electróns entornó ó átomo central de Al, todos eles grupos de enlace, polo que a xeometría electrónica é plana trigonal, e o ángulo de enlace de 120°.

Sabemos que na molécula o Al forma tres enlaces covalentes, e os ángulos entre os enlaces son de 120°, polo que, para xustificar este enlace debemos recorrer ó emprego de **híbridos sp²**.



2.2. Fundir cloruro de potasio: o cloruro de potasio é un composto iónico constituído por ións K⁺ e Cl⁻ que forman unha rede cristalina moi estable, na que as atraccións entre os ións de distinto signo son de tipo Coulombiano e moi intensas, polo que para fundilo é necesario vencer esas forzas de atracción electrostáticas e polo tanto aportar unha enerxía elevada.

Fundir diamante: o diamante é un sólido covalente formado por átomos de C unidos por enlaces covalentes moi fortes, que forman unha rede cristalina tridimensional. Para fundir o diamante hai que subministrar enerxía moi elevada para poder romper todos os enlaces entre os átomos de carbono nesa estrutura 3D.

Ferver auga: Para ferver auga é necesario vencer as interaccións intermoleculares que se establecen entre as moléculas de auga en fases condensadas que serían enlaces de hidróxeno, xa que na molécula de H₂O o hidróxeno está enlazado covalente a un átomo de pequeno tamaño e moi electronegativo, como é o osíxeno.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

PREGUNTA 3.

3.1. Escriba as fórmulas semidesenvolvidas dos seguintes compostos, nomee o seu grupo funcional, e xustifique se algún deles presenta isomería óptica: ácido 3-pentenoico, 2-hidroxipropanal, etanoato de metilo e propino.

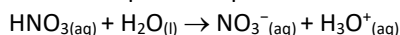
3.2. Dadas dúas disolucións, unha de ácido nítrico e outra de HNO₂ (K_a(HNO₂) = 7,2·10⁻⁴), razoe cal delas terá un pH menor se ambas teñen a mesma concentración inicial.

3.1.

	ácido 3-pentenoico	2-hidroxipropanal	etanoato de metilo	propino
	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{H})=\text{C}(\text{H})-\text{C}(\text{H})_2-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{OH})(\text{H})-\text{C}(=\text{O})\text{H}$	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})\text{O}-\text{CH}_3$	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$
GRUPO FUNCIONAL	ácido carboxílico	aldehído	éster	alquino
				2-hidroxipropanal

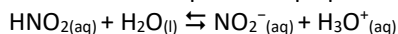
A isomería óptica é aquela que se presenta en especies que teñen polo menos un carbono asimétrico (posúe catro substituíntes distintos), dando lugar a dous isómeros ópticos (enantiómeros) que se diferencian na distribución espacial dos catro substituíntes. Neste caso o 2-hidroxipropanal presenta isomería óptica, xa que posúe un carbono asimétrico (*).

3.2. O HNO₃ é un ácido forte que en disolución acuosa atópase completamente disociado de acordo coa ecuación:



Polo tanto, a cantidade de ións H₃O⁺ presentes na disolución é igual á concentración inicial do ácido.

No caso do ácido nítrico, pola contra, é un ácido débil que se atopa parcialmente disociado segundo a ecuación:



Deste xeito, proporcionará unha concentración de [H₃O⁺] menor cá que proporcionaría unha disolución de HNO₃ da mesma concentración. Polo tanto, o pH da disolución de HNO₃ será menor có da disolución de HNO₂.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

PREGUNTA 4.

Para a reacción $\text{CO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})}$, o valor de $K_c = 5$ a 530°C . Se reaccionan 2,0 moles de $\text{CO}_{(\text{g})}$ con 2,0 moles de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ nun reactor de 2 L:

4.1. Calcule a concentración molar de cada especie no equilibrio a devandita temperatura.

4.2. Determine o valor de K_p e razoe como se verá afectado o equilibrio se introducimos no reactor máis cantidade de $\text{CO}_{(\text{g})}$ sen variar a temperatura nin o volume.

4.1.

	$\text{CO}_{(\text{g})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightleftharpoons$	$\text{H}_{2(\text{g})}$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$
[inicial]	$\frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1\text{M}$	$\frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1\text{M}$	-	-
[reacciona]	-x	-x	x	x
[equilibrio]	1-x	1-x	x	x

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{x \cdot x}{(1-x) \cdot (1-x)} = 5; \quad \frac{x^2}{1-2x+x^2} = 5$$

$$4x^2 - 10x + 5 = 0; \text{ soluciones } x_1 = 0,69 \text{ ou } x_2 = 1,80$$

O valor de 1,80 non é posible, xa que as concentracións iniciais de CO_2 e H_2O son menores. Así pois no equilibrio, as concentracións dos compostos son:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 1-x = 1-0,69 = 0,31\text{M}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = x = 0,69 \text{ M}$$

4.2. O valor de K_p pódese calcular a partir do valor de K_c segundo a seguinte expresión, $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{\text{gasosos}}}$.

Tendo en conta neste caso que $\Delta n_{\text{gasosos}} = (1+1)-(1+1) = 0$, polo que $K_p = K_c = 5$.

Segundo o principio de Le Chatelier sabemos que cando nun sistema en equilibrio se produce unha modificación das variables que o determinan (concentración, presión, temperatura) o sistema se despraza no sentido de contrarrestar dito cambio. Polo tanto, ó introducir máis CO sen variar a temperatura nin o volume, estamos a aumentar a concentración deste reactivo, polo que o sistema evolucionará cara a dereita ($\rightarrow$), cara a formación de produtos, para contrarrestar dita modificación.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

PREGUNTA 5.

Pola acción do ácido HCl de riqueza 36% en peso e densidade $1,19 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, o óxido de manganeso(IV) transfórmase en cloruro de manganeso(II), obténdose ademais cloro gasoso e auga.

5.1. Axuste as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

5.2. Calcule o volume de HCl que será necesario para obter 3 litros de cloro gasoso a 25°C e 1 atm de presión.

5.1. Semirreacción de oxidación: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

Semirreacción de redución: $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 2\text{H}_2\text{O}$

Ecuación iónica: $2\text{Cl}^- + \text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{+2} + 2\text{H}_2\text{O}$

Ecuación molecular $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

5.2. A partir da ecuación dos gases ideais; $P_t \cdot V = n_t \cdot R \cdot T$, calculamos cantos moles de Cl_2 gasoso serían os 3L que se obteñen:

$$n_t = \frac{P_t \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \times 3 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times (25+273)\text{K}} = 0,12 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

Tendo en conta a estequiometría da reacción, a cantidade de HCl necesaria para obter os 0,12 mol de Cl_2 sería:

$$0,12 \text{ moles } \text{Cl}_2 \times \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{Cl}_2} = 0,48 \text{ mol HCl}$$

Calculamos agora o volume de HCl:

$$0,48 \text{ mol HCl} \times \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} \times \frac{100 \text{ g de disolución HCl}}{36 \text{ g de HCl}} \times \frac{1 \text{ mL disolución HCl}}{1,19 \text{ g disolución HCl}} = 40,9 \text{ mL disolución HCl}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

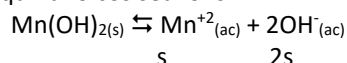
PREGUNTA 6.

A solubilidade do hidróxido de manganeso(II) en auga é de $1,96 \text{ mg/L}$. Calcule:

6.1. O produto de solubilidade desta sustancia e o pH da disolución saturada.

6.2. A solubilidade do hidróxido de manganeso(II) nunha disolución 0,10 M de hidróxido de sodio, considerando que este sal está totalmente dissociado.

6.1. O hidróxido de manganeso estará en equilibrio cos seu ións:



Polo tanto o produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3$

A solubilidade expresada en mol/L será, tendo en conta que o peso molecular do Mn(OH)_2 é 88,94 g/mol :

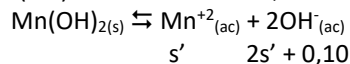
$$1,96 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ mol Mn(OH)}_2}{88,94 \text{ g}} = 2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Entonces o $K_{ps} = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (2,2 \cdot 10^{-5})^3 = 4,3 \cdot 10^{-14}$

E o pH da disolución será:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2 \cdot 2,2 \cdot 10^{-5}) = 4,3; \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14; \quad \text{pH} = 14 - 4,3 = 9,7$$

6.2. Nunha disolución de NaOH, a concentración de ións OH^- será a suma das concentracións dos ións hidróxido procedentes da disociación do NaOH (que está totalmente dissociado) e dos ións hidróxido procedentes do Mn(OH)_2 disolvido. Se chamamos s' á nova solubilidade do Mn(OH)_2 nestas condicións, teremos que:



O produto de solubilidade virá dado agora pola expresión:

$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = (s') \cdot (2s' + 0,10)^2 = 4,3 \cdot 10^{-14}$$

Comparando 0,10 M con s' , $s' \ll 0,10$, polo que $(2s' + 0,10) \cong 0,10$:

$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s' \cdot (0,10)^2 = 4,3 \cdot 10^{-14}$$

$$s' = \frac{4,28 \cdot 10^{-14}}{(0,10)^2} = 4,3 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

PREGUNTA 7.

Mesturamos nun vaso de precipitados 25 mL dunha disolución de CaCl_2 0,02 M con 25 mL dunha disolución de Na_2CO_3 0,03 M, formándose un precipitado no fondo do vaso.

7.1. Escriba a reacción química que ten lugar, nomee e calcule a cantidade en gramos do precipitado obtido.

7.2. Describa o procedemento que levaría a cabo no laboratorio para separar o precipitado, debuxando a montaxe que empregaría e nomeando o material.

7.1. A reacción que ten lugar é; $\text{CaCl}_{2(ac)} + \text{Na}_2\text{CO}_{3(ac)} \rightarrow 2\text{NaCl}_{(ac)} + \text{CaCO}_{3(s)} \downarrow$

O precipitado que se obtén é o carbonato de calcio.

Para calcular a cantidade obtida deste precipitado, temos que ver primeiro quen é o reactivo limitante, que se calcula a continuación tendo en conta a estequiometría da reacción:

Moles iniciais de cada un dos reactivos:

$$n_{\text{CaCl}_2} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \times 0,02 \text{ mol/L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de CaCl}_2$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \times 0,03 \text{ mol/L} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de Na}_2\text{CO}_3$$

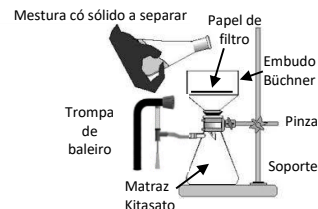
Dada a estequiometría da reacción, como a reacción é mol a mol, o reactivo limitante é o CaCl_2 , de modo que a partir deste dato podemos calcular a cantidade teórica de CaCO_3 que se podería obter:

$$5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,05 \text{ g CaCO}_3$$

7.2. Para separar o precipitado formado de CaCO_3 preparamos unha montaxe para a filtración a baleiro: en primeiro lugar colocamos o funil Büchner encaixado no matraz Kitasato, suxeitando esta montaxe coas pinzas do soporte. A continuación, recortamos papel de filtro circular e colocámolo no funil Büchner, humedecéndoo cunha pouca auga para que quede adherido. Conectamos a oliva lateral do Kitasato a trompa de baleiro, e deseguido vertemos o precipitado de CaCO_3 a separar sobre o Büchner, quedando sobre o papel de filtro. Unha vez depositado todo o precipitado sobre o papel de filtro, desconectamos a trompa de baleiro, retiramos o papel de filtro e deixamos secar o tempo necesario o precipitado.

Calquera outro procedemento correctamente explicado considerárase válido.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.



PREGUNTA 8.

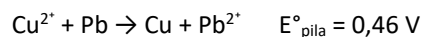
Constrúese no laboratorio a seguinte pila galvánica: $|\text{Pb(s)}||\text{Pb}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})||\text{Cu}^{+2}(\text{ac}, 1 \text{ M})|\text{Cu(s)}|$.

8.1. Escriba as semirreaccións de oxidación, de redución e a reacción global. Calcule a forza electromotriz da pila.

8.2. Debuxe un esquema da pila, representando as semiceldas que actúan como ánodo e como cátodo, detallando material e reactivos, así como o sentido do fluxo dos electróns durante o funcionamento da pila.

8.1. Redución (Cátodo +): $\text{Cu}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ $E^\circ_{(\text{red})} = +0,34 \text{ V}$

Oxidación (Ánodo -): $\text{Pb}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Pb}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^-$ $E^\circ_{(\text{ox})} = +0,12 \text{ V}$



8.2. A construción da pila pode especificarse ben cun debuxo ou mediante a redacción do procedemento, sendo válido calquera das dúas explicacións.

Os reactivos a empregar serían: eléctrodos de Pb e Cu, disolucións de Pb^{+2} e Cu^{+2} , disolución de electrólito inerte para a ponte salina.

O material a utilizar sería: dous vasos de precipitados, fio condutor, tubo de vidro en U e algodón, pinzas de crocodilo e amperímetro/voltímetro.

Os electróns circulan do polo negativo (ánodo Pb) ó polo positivo (cátodo Cu)

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

